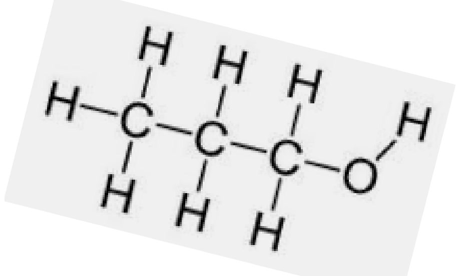
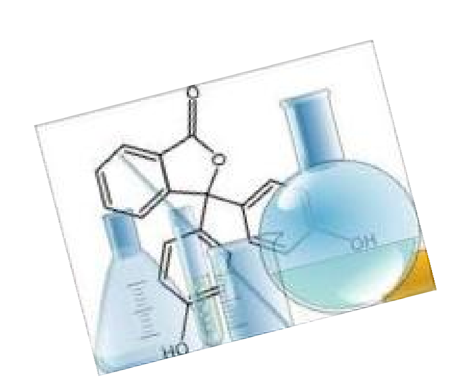




ڤيكتور بخيت

مدرس الكيمياء
مدرسة عباس حلمي الثانوية بنين

موبايل: 0124039401



01111004984

الباب الرابع : العناصر الممثلة في بعض المجموعات المنتظمة في الجدول الدوري

الأهداف : في نهاية دراسة هذا الباب يجب أن يكون الطالب قادراً على أن :

1- يتعرف على عناصر المجموعة الأولى (فلزات الأقلاء) وتركيبها الإلكتروني.
2- يتعرف الخواص العامة لعناصر المجموعة الأولى.
3- يستنتج طريقة استخلاص فلزات الأقلاء من خاماتها.
4- يتعرف على خواص هيدروكسيد الصوديوم.
5- يجري بعض التجارب العملية للكشف عن بعض الشقوق القاعدية.
6- يتعرف طريقة تحضير كربونات الصوديوم في المعمل والصناعة.
7- يتعرف عناصر المجموعة الخامسة (A) وتركيبها الإلكتروني.
8- يحدد الأعداد التأكسدية للنيتروجين في مركباته المختلفة.
9- يتعرف خواص غاز النيتروجين.
10- يتعرف طريقة تحضير غاز الأمونيا (النشادر) في المعمل والصناعة.
11- يجري تجربة للكشف عن غاز الأمونيا (النشادر).
12- يقارن بين أنواع مختلفة من الأسمدة النيتروجينية (الأزوتية).
13- يتعرف طريقة تحضير حمض النيتريك في المعمل – وخواصه
14- يميز بطريقة عملية بين أملاح النيتريت وأملاح النترات.
15- يتعرف الأهمية الاقتصادية لعناصر المجموعة الخامسة.
16- يقدر جهود العلماء في خدمة وتقدم الإنسانية.

العناصر الممثلة في بعض المجموعات المنتظمة

أولاً عناصر الفئة (S)

*** أولاً كلمة مجموعة منتظمة تعني أن عناصر هذه المجموعة تظهر تدرج منتظم في الخواص لا نجده في العناصر الانتقالية**

مثال عناصر المجموعة الأولى A (الأقلاء)

تعرف عناصر هذه المجموعة بالفلزات القلوية (مكونات القلويات أو الأقلاء) وتشمل 6 عناصر هي :

1- يحتل الصوديوم الترتيب السادس من حيث الانتشار في صورة الملح الصخري NaCl	2,1	ليثيوم $_{3}Li$	يزداد نق
2- يحتل البوتاسيوم الترتيب السابع في صورة Kcl (ذائب في ماء البحر) ويوجد في رواسب الكارناليت Kcl. $MgCl_2$. $6H_2O$	2,8	صوديوم $_{11}Na$	وتزداد الصفة الفلزية
	2,8,8,1	بوتاسيوم $_{19}K$	وتزداد الصفةالقاعدية
	2,8,18,8,1	روبيديوم $_{37}Rb$	وبالتالي يقل جهد
3- الفرانسيوم عنصر مشع فترة عمر النصف له 20 دقيقة ونحصل عليه من تحلل عنصر الأكتينيوم كالتالي :	2,8,18,18,8,1	سيزيوم $_{55}Cs$	التأين والميل
	2,8,18,32,18,8,1	فرانسيوم $_{87}Fr$	

س1: كيف تحصل على الفرانسيوم من الأكتنيوم

$$^{227}_{89}Ac \rightarrow ^{223}_{87}Fr + ^{4}_{2}He$$



1- تركيبها الإلكتروني ns^1 أي تتميز بوجود إلكترون مفرد في المستوى الأخير يترتب عليه ما يلي :

(أ) يقع كل عنصر منها في بداية دورة جديدة في الجدول الدوري.

(ب) عدد تأكسدها (+1).

(ج) تفقد إلكترون التكافؤ بسهولة وتتحول إلى أيون موجب يشبه في تركيبه الإلكتروني أقرب غاز خامل

(د) كلها فلزات لينة تتميز بضعف الرابطة الفلزية لأنها تتميز بوجود إلكترون واحد في غلاف التكافؤ يؤدي إلى قلة كثافة السحابة الإلكترونية التي تربط الأيونات الموجبة مع بعضها وبالتالي تتميز بانخفاض درجة غليانها وانصهارها بسبب ضعف الرابطة الفلزية.

(هـ) تتميز بكبر نصف القطر وبالتالي صغر جهد التأين والميل الإلكتروني والسالبية الكهربية.

(و) تتميز بشدة نشاطها الكيميائي لأنها تتميز بكبر نصف القطر وصغر جهد التأين فيسهل عليها فقد إلكترون التكافؤ وتتحول إلى أيون موجب يشبه الغاز الخامل الذي يسبقه.
(ز) تعتبر فلزات الأقلاء عوامل مختزلة قوية وأعلى الفلزات كهروإيجابية لأنها تتميز بكبر نق وصغر جهد التأين وسهولة فقد إلكترون التكافؤ وتتحول إلى أيون موجب.
(ح) يصعب إستخلاصها من مركباتها بالاختزال المباشر (أي يصعب إرجاع الإلكترون إلى أيونها الموجب بالاختزال المباشر) لأنها عوامل مختزلة قوية تتميز بكبر نق لذلك نحصل عليها بالتحليل الكهربي.
حيث نحصل على فلز الصوديوم بالتحليل الكهربي لمصهور كلوريد الصوديوم (طريقة ديفي).

2- جهد تأينها الأول صغير جدا

بسبب كبر نصف قطرها وسهولة فقد الإلكترون. بينما جهد تأينها الثاني مرتفع جداً بسبب صعوبة كسر مستوى طاقة فرعي مكتمل حيث يتطلب ذلك طاقة هائلة.

3- معظم مركباتها أيونية

بسبب كبر نق (حيث أنها تكون مركبات أيونية مع عناصر المجموعة السابعة) بسبب صغر سالبيتها الكهربية وجهد تأينها وكبر نصف قطرها.

4- عناصر كهروموجبة توصل التيار الكهربى

لأنها فلزات قوية تحتوي على إلكترونات حرة بسبب كبر نصف قطرها.

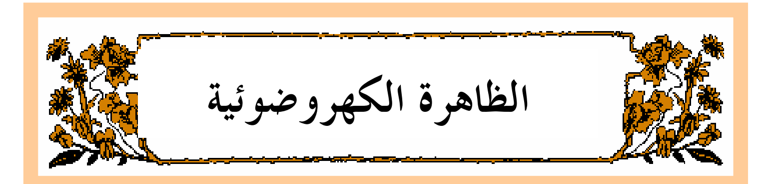
5- عند إثارة إلكترونات ذرات هذه العناصر إلى مستويات أعلى فإنها تعطي ألوان مميزة

مثال

الليثيوم (اللون القرمزي) البوتاسيوم (بنفسجي فاتح)
الصوديوم (أصفر ذهبي) السيزيوم (أزرق بنفسجي) ويتم ذلك بالكشف الجاف.

6- يستخدم السيزيوم في صناعة الخلايا الكهروضوئية (كذلك البوتاسيوم)

لأنه يتميز بكبر نصف القطر وصغر جهد تأينه فيفقد الإلكترونات عند تعرضه للضوء



هي ظاهرة تحرر الإلكترونات من أسطح بعض الفلزات عند تعرضها للضوء

7- يعتبر السيزيوم هو أقوى الفلزات

لأنه أكبر الذرات حجماً وأصغرها فى جهد التأين والميل والسالبية.

8- **بسبب شدة نشاطها الكيميائي تحفظ في المعمل تحت سطح الكيروسين**
(لعزلها عن الهواء والرطوبة).

9- **عند تعرضها للهواء تفقد بريقها الفلزي (تصدأ)**
لأنها تتغطى بطبقة من الأكاسيد.

10- تفاعلها مع مكونات الهواء

1- يتحد الليثيوم مع نيتروجين الهواء مكوناً نيتريد الليثيوم الذي يتفاعل مع الماء معطيا غاز النشادر.

$$6Li + N_2 \xrightarrow{\Delta} 2Li_3N$$

$$Li_3N + 3H_2O \rightarrow 3LiOH + NH_3 \uparrow$$

نيتريد ليثيوم **نشادر(أمونيا)**

2- مع الأكسجين تتكون 3 أنواع من الأكاسيد حسب تدرج الخواص الكيميائية لعناصر هذه المجموعة

$4Li+O_2 \xrightarrow{\Delta} 2Li_2O$ أكسيد ليثيوم — عدد تأكسد الأكسجين في Li_2O = -2

$2Na+O_2 \xrightarrow{\Delta} Na_2O_2$ فوق أكسيد صوديوم — عدد تأكسد الأكسجين في Na_2O_2 = -1

$K+O_2 \xrightarrow{\Delta} KO_2$ سوبر أكسيد بوتاسيوم — عدد تأكسد الأكسجين في KO_2 = $-\frac{1}{2}$

ويستخدم سوبر أكسيد البوتاسيوم في تنقية الأجواء المغلقة مثل الغواصات والطائرات لأنه يتحد مع غاز CO_2 ويعطي غاز O_2

$$4KO_2 + 2CO_2 \xrightarrow{CuCl_2} 2K_2CO_3 + 3O_2 \uparrow$$

عامل حفاز

ملحوظة

يمكن تحضير أكاسيد هذه العناصر بإذابة الفلز في النشادر المسال ثم إضافة الكمية المحسوبة من الأكسجين

3- مع الهيدروجين تتفاعل فلزات الأقلاء مع الهيدروجين ويتكون هيدريد الفلز والهيدريدات مركبات أيونية يكون عدد تأكسد الهيدروجين فيها (-1) وعند التحليل الكهربي لمصهور هيدريد الصوديوم يتصاعد غاز الهيدروجين عند القطب الموجب (الأنود)

$2Li + H_2 \xrightarrow{\Delta} 2LiH$ هيدريد ليثيوم

$2Na + H_2 \xrightarrow{\Delta} 2NaH$ هيدريد صوديوم

4- مع الماء تتفاعل فلزات الأقلاء مع الماء بعنف حيث تحل محل الهيدروجين الذي يتصاعد ويشتعل بفرقعة وإنفجار.

$$2Na+2H_2O \rightarrow 2NaOH+H_2 \uparrow$$

س1 : علل لا تطفئ حرائق الصوديوم بالماء؟

جـ1 : بسبب شدة نشاط الصوديوم الكيميائي حيث يتفاعل مع الماء بعنف ويحل محل الهيدروجين الذي يشتعل بفرقعة.

5- مع الأحماض تحل محل هيدروجين الحمض في تفاعل عنيف

$$2Na + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2 \uparrow$$

6- مع الهالوجينات تفاعل مصحوب بإنفجار وتتكون هاليدات أيونية شديدة الثبات

$$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$$

$$2K + Br_2 \rightarrow 2KBr$$

7- مع اللافلزات تتحد الفلزات القلوية الساخنة مباشرة مع الكبريت والفوسفور

كبريتيد صوديوم $2Na + S \xrightarrow{\Delta} Na_2S$

فوسفيد بوتاسيوم $3K + P \xrightarrow{\Delta} K_3P$

8- أثر الحرارة على الأملاح الأكسيجينية للأقلاء تمتاز هذه الأملاح بأنها ثابتة حرارياً.

أ- جميع كربونات الأقلاء لا تنحل بالحرارة عدا كربونات الليثيوم التي تنحل عند 1000^{o} م

$$Li_2CO_3 \xrightarrow{1000^{\circ}c} Li_2O + CO_2 \uparrow$$

ب- تنحل نترات الأقلاء إنحلالاً جزئياً إلى نيتريت الفلز وأكسجين

*** تستخدم نترات البوتاسيوم في صناعة البارود لأنها تنحل بالحرارة في تفاعل مصحوب بإنفجار شديد**

$$2NaNO_3 \xrightarrow{\Delta} 2NaNO_2 + O_2 \uparrow$$

أما نترات الصوديوم لا تصلح لصناعة البارود لأنها متميعة (تمتص بخار الماء من الهواء) فتنحل بالحرارة دون إنفجار.

واجب رقم (1) على عناصر الأقلاء

س1 : علل لما يأتي :

1- تتميز الفلزات القلوية بالنشاط الكيميائي؟
2- ضعف الر ابطة الفلزية بين ذرات فلزات المجموعة الأولى.
3- استخدام السيزيوم في صناعة الخلايا الكهروضوئية.
4- استخدام سوبر أكسيد البوتاسيوم في الغواصات.
5- عدم استخدام الماء في حرائق الصوديوم.
6- عدم استخدام نترات الصوديوم في صناعة البارود.
7- صعوبة استخلاص فلزات الأقلاء من خاماتها بالطرق الكيميائية العادية.
8- تعتبر فلزات الأقلاء عوامل مختزلة قوية.
9- السيزيوم هو أقوى الفلزات.
10- فلزات الأقلاء تحت الكيروسين.
11- تصدأ فلزات الأقلاء عند تعرضها للهواء الجوي.
12- جهد التأين الثاني لعناصر الأقلاء مرتفع جداً.

س2 : وضح بالمعادلات :

1- أثر الحرارة على كل من كربونات الليثيوم – نترات الصوديوم.
2- الحصول على غاز الأكسجين من غاز ثاني أكسيد الكربون.
3- تفاعل الليثيوم مع نيتروجين الهواء ثم إضافة الماء للناتج.
4- الحصول على عنصر الفرانسيوم من عنصر الأكتيوم.

س3 : كيف تفرق بين :

كلوريد الصوديوم – كلوريد السيزيوم
كلوريد الليثيوم – كلوريد البوتاسيوم

س4 : اكتب الصيغة الكيميائية :

الكارناليت – الملح الصخري

استخلاص فلزات الأقلاء من خاماتها :

تعتبر فلزات الأقلاء أقوى العوامل المختزلة لأنها تتميز بكبر نق وصغر جهد تأينها فتفقد إلكترون التكافؤ بسهولة لذلك توجد في الطبيعة على هيئة مركبات أيونية مثل Na^+Cl^- ولا يمكن أن تتواجد في الطبيعة في صورة عنصرية نقية منفردة.
ولكي نحصل على فلز الصوديوم لابد من إرجاع الالكترون المفقود إلى الأيون الموجب

$$Na^+ \xrightarrow{+e^-} Na$$

(اختزال مباشر) وهي عملية كيميائية يصعب إجرائها بالطرق الكيميائية المعتادة لذا نستخدم التيار الكهربي(عملية التحليل الكهربى)



1- استطاع الحصول على فلزي الصوديوم والبوتاسيوم بالتحليل الكهربي لمصهور هاليداتها (مصهور NaCl - ومصهور KCl) في وجود مواد صهارة.

2- وبالتحليل الكهربي لمحلول كلوريد الصوديوم نحصل على هيدروكسيد الصوديوم (الصودا الكاوية).

أولا : هيدروكسيد الصوديوم (الصودا الكاوية)

1- أهم خواصه : مركب صلب أبيض متميع – له تأثير كاو على الجلد – يذوب في الماء في ذوبان طارد للحرارة – يتفاعل مع الأحماض مكونا ملح وماء.

$$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$$

$$2NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

2- **أهم استخدامات هيدروكسيد الصوديوم :**

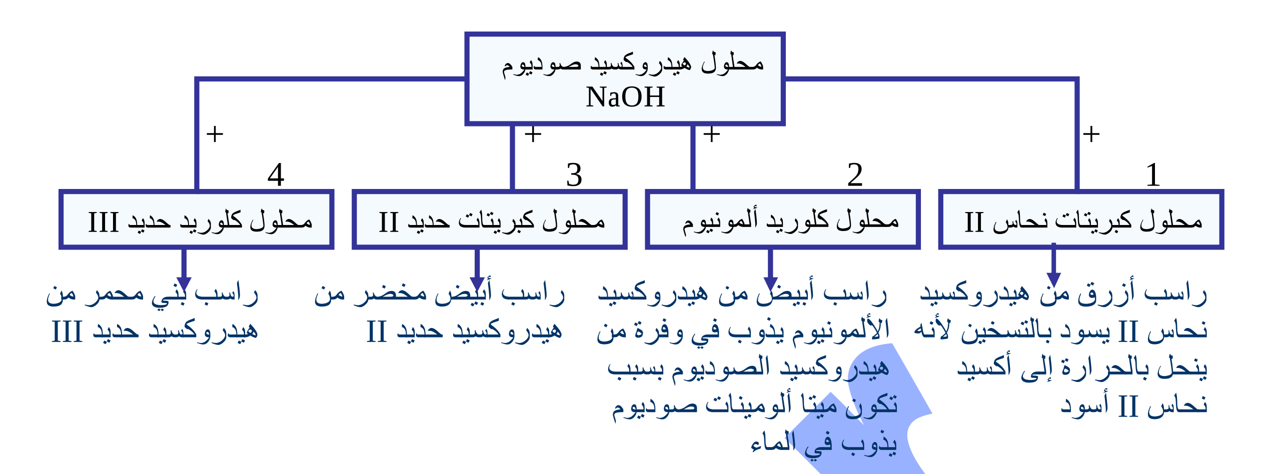
(أ) صناعة الصابون – صناعة الورق – صناعة الحريرالصناعي
تنقية البترول من الشوائب الحامضية



(ب) الكشف عن الشقوق القاعدية (الكاتيونات الموجبة مثل Cu^{+2} Al^{+3} Fe^{+2} Fe^{+3}



يتم إضافة محلول هيدروكسيد الصوديوم إلى محاليل الكاتيونات السابقة ويترسب كل منها على هيئة هيدروكسيد الفلز له لون مميز لكل كاتيون – أي أن أيون OH^- (الهيدروكسيل) هو المسئول والمتسبب في الكشف عن هذه الكاتيونات كالتالي



1- $CuSO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + Cu(OH)_2 \downarrow$ راسب أزرق

$Cu(OH)_2 \xrightarrow{\Delta} CuO + H_2O$

هيدروكسيد نحاسII راسب أزرق — راسب أسود

2- $AlCl_3 + 3NaOH \rightarrow 3Nacl + Al(OH)_3 \downarrow$ راسب أبيض

$Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow NaAlO_2 + 3H_2O$

ميتا ألومينات صوديوم

3- $FeSO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + Fe(OH)_2 \downarrow$ راسب أبيض مخضر

4- $FeCl_3 + 3NaOh \rightarrow 3NaCl + Fe(OH)_3 \downarrow$ راسب بني محمر

ثانياً : كربونات الصوديوم Na_2CO
(صودا الغسيل $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$)

1- تحضيرها فى المعمل :

بإجراء غاز ثاني أكسيد الكربون في محلول هيدروكسيد صوديوم ساخن ثم يترك المحلول ليبرد تدريجياً حيث تنفصل بلورات كربونات الصوديوم.

$$2NaOH + CO_2 \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_3 + H_2O$$

2- تحضيرها في الصناعة (طريقة سولفاي) :

يمرر غازي الأمونيا وثاني أكسيد الكربون في محلول مركز من كلوريد الصوديوم فيتكون بيكربونات صوديوم التى تنحل بالحرارة إلى كربونات صوديوم وماء وثاني أكسيد الكربون.

$$NH_3 + CO_2 + H_2O + NaCl \rightarrow NaHCO_3 + NH_4Cl$$

$$2NaHCO_3 \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$$

3- أهم خواصه :

1- مسحوق أبيض ذوب في الماء ومحلوله قاعدي التأثير (يزرق عباد الشمس) – لا تتأثر بالحرارة أي لا تنحل بالحرارة فهي تنصهر دون أن تتفكك – تتفاعل مع الأحماض ويتصاعد غاز CO_2

$$Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2$$

4- أهم استخداماته :

صناعة الزجاج – صناعة الورق – صناعة النسيج – إزالة عسر الماء.

ملحوظة

الماء العسر هو الماء المحتوي على نسبة عالية من الأملاح حيث نتخلص منها بواسطة صودا الغسيل.

أسئلة واجب

س1: وضح بالمعادلات الرمزية الموزونة

1- الحصول على كربونات الصوديوم من كلوريد الصوديوم (طريقة سولفاي).
2- إمرار غاز ثاني أكسيد الكربون على سوبر أكسيد البوتاسيوم في وجود عامل حفز.
3- أثر الحرارة على كل من
كربونات الليثيوم – بيكربونات الصوديوم – نترات الصوديوم – هيدروكسيد نحاس II
4- إضافة محلول هيدروكسيد الصوديوم لكل من المحاليل الآتية كل على حدة
محلول كبريتات نحاس II – محلول كلوريد ألمونيوم – كبريتات حديد II –كلوريد حديد III
5-أثر كل من حمض الهيدروكلوريك – الهيدروجين – الأكسجين – الماء على فلز الصوديوم.
6-امرار غازي الامونيا وثاني أكسيد الكربون على محلول مشبع من كلوريد الصوديوم

س2: كيف تميز عمليا بين كل مما يأتي :

1- كربونات الصوديوم وبيكربونات الصوديوم.
2- كبريتات النحاس وكبريتات الألومنيوم.
3- كبريتات حديد II وكلوريد حديد III.
4- كربونات الليثيوم – كربونات الصوديوم.
5- كلوريد السيزيوم – كلوريد البوتاسيوم.

س3: اكتب المصطلح العلمي :

1- ظاهرة تحرر الإلكترونات من أسطح بعض الفلزات عند تعرضها للضوء.
2- مركب كيميائي يدخل في صناعة البارود.
3- مركب يستخدم في تنقية هواء الغواصات والطائرات.
4- مركب يستخدم في تنقية البترول من الشوائب الحمضية.

الباب الرابع عناصر الفئة (P)
عناصر المجموعة الخامسة A أو(المجموعة الخامسة عشر)

تتكون من خمسة عناصر هي النيتروجين – الفوسفور – الزرنيخ – الأنتيمون – البزموت

1- النيتروجين يمثل $\frac{4}{5}$ حجم الهواء الجوي

2- الفوسفور أكثرها انتشارا في القشرة الأرضية على هيئة

أ- فوسفات الكالسيوم الصخري $Ca_3(PO_4)_2$

ب- الأباتيت (ملح مزدوج لفلوريد وفوسفات الكالسيوم $CaF_2.Ca(PO_4)_2$

3- الزرنيخ والأنتيمون والبزموت تتواجد على هيئة كبريتيدات Bi_2S_3 كبريتيد البزموت Sb_2S_3 كبريتيد الأنتيمون As_2S_3 كبريتيد الزرنيخ

العنصر	رمزه	التوزيع الإلكتروني	نوع العنصر	
النيتروجين الفسفور الزرنيخ الأنتيمون البزموت	$_7N$ $_{15}P$ $_{33}As$ $_{51}Sb$ $_{83}Bi$	2,5 2,8,5 2,8,18,5 2,8,18,18,5 2,8,18,32,18,5	لا فلز لا فلز شبه فلز شبه فلز فلز ضعيف	في حالتها البخارية يكون تركيب جزيئاتها كالتالي N_2 P_4 As_4 Sb_4 أما جزيء البزموت فتتكون أبخرته من جزيئات ثنائية الذرة Bi_2 (مثل اللافلزات) ويختلف ويشذ عن الفلزات التي تكون جزيئاتها أحادية الذرة في الحالة الغازية ويلاحظ أن البزموت يوصل التيار بدرجة ضعيفة

1- تتميز بتعدد حالات تأكسدها حيث تتراوح ما بين (-3) إلى (+5) حيث تكتسب ثلاثة إلكترونات عن طريق المشاركة أو تفقد خمسة إلكترونات بالتتابع مثال النيتروجين في مركباته المختلفة الآتية :

س1: علل تعدد حالات تأكسد النيتروجين من (-3) إلى (+5) :

يعطي النيتروجين أعداد تأكسد سالبة في مركباته الهيدروجينية لأن النيتروجين أعلى سالبية من الهيدروجين كما في :

النشادر $^{-3}NH_3$ - **والهيدرازين** $^{-2}NH_2.^{-2}NH_2$ - **والهيدروكسيل امين** $^{-1}NH_2OH$

ويعطي النيتروجين أعداد تأكسد موجبة مع مركباته الأكسجينية لأن سالبية الأكسجين أعلى من النيتروجين كما في :

أكسيد النيتروز+1 - أكسيد النيتريك+2 - ثالث أكسيد النيتروجين+3 - ثاني أكسيد النيتروجين – خامس أكسيد النيتروجين

N_2O NO N_2O_3 $^{+4}NO_2$ $^{+5}N_2O_5$

وعدد تأكسد النيتروجين في N_2 = صفر



وجود العنصر في عدة صور تختلف في الخواص الفيزيقية وتتفق في الخواص الكيميائية.

مثال الفوسفور نجد أن صورة التأصلية شمعي أبيض – أحمر – بنفسجي
الزرنيخ نجد أن صورة التأصلية أسود – رمادي – شمعي أصفر
الأنتيمون نجد أن صورة التأصلية أسود – أصفر

ملحوظة

ظاهرة التأصل تميز اللافلزات الصلبة. لا توجد في النيتروجين لأنه غاز والبزموت لأنه فلز وسبب هذه الظاهرة هو وجود العنصر في أكثر من شكل بللوري يختلف كل منها في ترتيب وعدد الذرات داخل البلورة.

3- مع الأكسجين تعطي أكاسيد :

N_2O_5 **(أكسيد حمضي)** - Sb_2O_3 **(أكسيد متردد)** - Bi_2O_5 **(أكسيد قاعدي)**

4- مع الهيدروجين :

تعطي مركبات يكون عدد تأكسد العنصر فيها (-3) مثل النشادر $\ddot{N}H_3$ - والفوسفين $\ddot{P}H_3$ - والأرزين $\ddot{As}H_3$ وهذه المركبات لها القدرة على تكوين رابطة تناسقية :

بسبب وجود زوج حر من الإلكترونات على الذرة المركزية : مثال النشادر $\ddot{N}H_3$ يكون رابطة تناسقية مع البروتون (H^+) مكونا أيون الأمونيوم NH_4^+

نشادر $\ddot{N}H_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$ أيون الأمونيوم	أقوى قاعدية
فوسفين $PH_3 + H^+ \rightarrow PH_4^+$ أيون فوسفين	↓
أرزين $AsH_3 + H^+ \rightarrow AsH_4^+$ أيون أرزنيوم	أقل قاعدية

♥♥♥ نلاحظ أن النشادر أقوى قاعدية من الفوسفين ويذوب في الماء أسرع من الفوسفين لأن قطبية النشادر أقوى من قطبية الفوسفين وسبب ذلك لأن سالبية النيتروجين أعلى من سالبية الفوسفور



غاز النيتروجين N_2

يحتوي جزيء النيتروجين على رابطة ثلاثية بين ذرتي النيتروجين $N \equiv N$ وهذه الرابطة صعبة الكسر ولكي يتفاعل النيتروجين مع العناصر الخرى يلزم شرر كهربي أو قوس كهربي أو تسخين شديد لكي نكسر الرابطة الثلاثية بين ذرتي النيتروجين ويحدث التفاعل.

1- مع الهيدروجين

$$N_2 + 3H_2 \xrightarrow{\text{شرارةكهربي}} 2NH_3$$

2- مع الأكسجين

$$N_2 + O_2 \xrightarrow{\text{قوسكهربي}\quad 3000^\circ\text{م}} 2NO$$ أكسيد نيتريك

$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$$

3- مع الفلزات في درجات حرارة عالية :

♠ **يتفاعل النيتروجين مع الماغنسيوم في درجة حرارة مرتفعة ويتكون نيتريد الماغنسيوم الذي يذوب في الماء ويتصاعد غاز النشادر**

$$3Mg + N_2 \xrightarrow{\Delta} Mg_3N_2$$ نيتريد ماغنسيوم

$$Mg_3N_2 + 6H_2O \rightarrow 3Mg(OH)_2 + 2NH_3 \uparrow$$ نشادر(أمونيا)

4- مع كربيد الكالسيوم :

☻ **يتحد النيتروجين مع كربيد الكالسيوم في وجود قوس كهربي معطيا سياناميد الكالسيوم وهو سماد زراعي لأنه يذوب في الماء ويعطي غاز النشادر(الأمونيا) وهو غذاء للنبات.**

كربيد الكالسيوم $$CaC_2 + N_2 \xrightarrow{\text{قوسكهربي}} CaCN_2 + C$$

سياناميد الكالسيوم $$CaCN_2 + 3H_2O \rightarrow CaCO_3 + 2NH_3$$ امونيا

أسئلة (واجب)

س1: علل لما يأتي :

1- تعدد حالات تأكسد النيتروجين.
2- يعتبر سياناميد الكالسيوم سماد زراعي.
3- لا تتم تفاعلات النيتروجين إلا في وجود حرارة عالية أو شرارة كهربية.
4- وجود ظاهرة التأصل في عنصر الفوسفور والزرنيخ.
5- يعتبر النشادر أنهيدريد قاعدة.

س2: وضح بالمعادلات :

1- تفاعل النيتروجين مع الماغنسيوم ثم إضافة الماء للمركب الناتج.
2- الحصول على النشادر من كربيد الكالسيوم

س3: اكتب الصيغة الكيميائية لكل من

فوسفات الكالسيوم الصخري – الاباتيت – سياناميد الكالسيوم

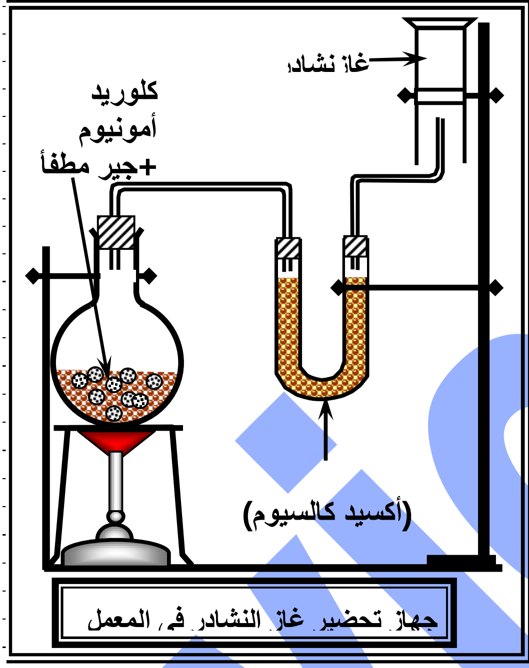
أشهر مركبات النيتروجين
غاز النشادر

1- تحضير غاز النشادر (الأمونيا) فى المعمل

بتسخين كلوريد الأمونيوم مع الجير المطفأ (هيدروكسيد الكالسيوم) ونستخدم أكسيد الكالسيوم (الجير الحي) كمادة مجففة.

$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \xrightarrow{\Delta} CaCl_2 + 2H_2O + 2NH_3 \uparrow$$

كلوريد أمونيوم　　جير مطفأ　　نشادر



جهاز تحضير غاز النشادر فى المعمل

خواصه الفيزيقية :

1- له رائحة نفاذه.
2- أخف من الهواء لذلك نجمعه بإزاحة الهواء إلى أسفل
3- يذوب في الماء بشدة لذلك لا نجمعه بإزاحة الماء
4- محلوله في الماء قلوي التأثير أي يزرق محلول عباد الشمس

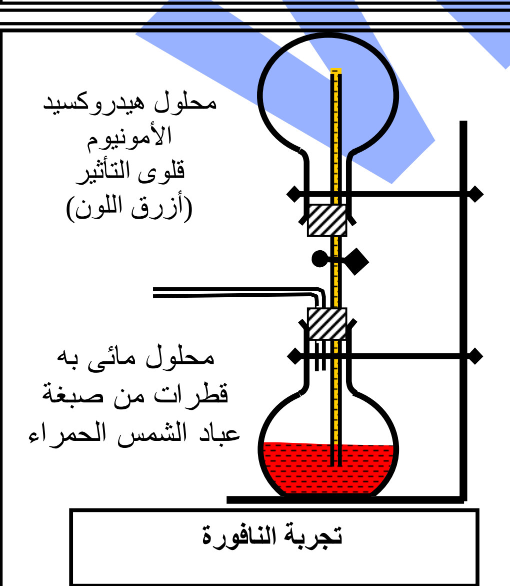
$$\ddot{N}H_3 + H_2O \rightarrow NH_4OH$$

5- يعتبر النشادر انهيدريد قاعدة لأنه يذوب في الماء مكونا هيدروكسيد الأمونيوم وهي قلوي يزرق عباد الشمس
6- يستخدم أكسيد الكالسيوم في تجفيف غاز النشادر لأن كلاهما له خواص قاعدية فلا يتفاعلا معا. ولايستخدم حمض الكبريتيك المركز في تجفيفه لأنه يتفاعل معه مكونا كبريتات أمونيوم.

تجربة النافورة

☺ تثبت تجربة النافورة أن غاز النشادر يذوب بشدة في الماء ومحلوله يزرق عباد الشمس لذا يعتبر انهيدريد قاعدة

خطوات التجربة نكون جهاز كما بالرسم



تجربة النافورة

المشاهدة : 1- يندفع محلول عباد الشمس الأحمر إلى الدورق العلوي المملوئ بغاز النشادر على شكل نافورة زرقاء اللون

دليل أن غاز النشادر يذوب بشدة في الماء بسبب وجود زوج حر من الإلكترونات على ذرة النيتروجين فيكون رابطة تناسقية مع بروتون الماء (H^+) وينفصل أيون OH^- قلوي التأثير

$$\ddot{N}H_3 + H^+ \cdot OH^- \rightarrow NH_4{}^+OH^-$$

هيدوكسيد الأمونيوم(محلول الأمونيا)

2- تحضير غاز النشادر فى الصناعة (طريقة هابر):

ملحوظة يستخدم الحديد والموليبدنيم كعوامل حفز

$$N_2 + 3H_2 \xrightarrow{Fe / Mo \; 500°c \; 200\, p} 2NH_3$$

2- الكشف عن غاز النشادر في الأمونيا :

س1: علل يستخدم حمض الهيدروكلوريك المركز في الكشف عن الأمونيا؟

يكون سحب بيضاء كثيفة عند تعريضه لساق زجاجية مبللة بحمض هيدروكلوريك مركز

$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl \uparrow$ كلوريد الأمونيوم سحب بيضاء

☆ الأمونيا وصناعة الأسمدة

1- يعتبر عنصر النيتروجين هو أساس تحضير غاز النشادر. وهو عنصر هام لتغذية النبات حيث يدخل في تركيب البروتين.

2- يشكل النيتروجين $\frac{4}{5}$ حجم الهواء الجوي وهذا النيتروجين الغازي لا يستطيع النبات الاستفادة منه بطريقة مباشرة

3- يوجد النيتروجين في التربة الزراعية ضمن المواد العضوية وغير العضوية المكونة للتربة ويمتص النبات النيتروجين الموجود بالتربة لذلك تقل كميته في التربة بمرور الوقت ولتعويض النقص يجب إضافة الأسمدة الأزوتية (النيتروجينية) المصنعة أو الأسمدة الطبيعية (مثل روث الماشية).

4- يعتبر غاز النشادر (الأمونيا) هو المادة الاولية الأساسية لصناعة الأسمدة الأزوتية كالتالي :

أولا : نترات الأمونيوم

$NH_3 + HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3$ نترات الأمونيوم

يحتوي على نسبة مرتفعة من النيتروجين (35%) – سريع الذوبان في الماء – الزيادة منه تسبب حمضية التربة

ثانيا: كبريتات الأمونيوم = سلفات النشادر

$2NH_3 + H_2SO_4 \rightarrow (NH_4)_2SO_4$ كبريتات الأمونيوم

01111004984

كثرة استخدامه يسبب حمضية التربة لذا يجب معالجة التربة التي يضاف إليها هذا السماد بمادة قلوية لمعادلة التربة والتخلص من الحامضية التي يسببها كثرة استخدام هذا السماد.

ثالثا: فوسفات الأمونيوم

$$3NH_3 + H_3PO_4 \rightarrow (NH_4)_3PO_4$$

حمض فوسفوريك		فوسفات الأمونيوم

1- **لتحضير هذا السماد يتم تحضير حمض الأرثوفوسفوريك أولا ثم يضاف إلى محلول الأمونيا للحصول على هذا السماد .**
2- **يعتبر فوسفات الأمونيوم (سماد مزدوج) لأنه يمد التربة بعنصرين هامين للنبات هما النيتروجين والفوسفور ويتحلل هذا السماد سريعا في التربة فيظهر تأثيره سريعا بعد فترة قصيره من اضافته للتربة الزراعية.**

رابعا: سماد اليوريا $H_2N \cdot CO \cdot NH_2$

يحتوي على نسبة عالية من النيتروجين (46%) وهو سماد مناسب للاستخدام في المناطق الحارة لأن درجة الحرارة المرتفعة تساعد على سرعة تفككه إلى أمونيا وثاني أكسيد الكربون. لذلك يفضل استخدامه في المناطق الحارة.

خامسا: سائل الأمونيا اللامائى

هو سماد المستقبل النيتروجيني يحتوي على (82%) نيتروجين ويصنع في صورة سائلة ويحقن مباشرة للتربة على عمق 12 سم ويتميز بارتفاع كبير في نسبة النيتروجين فيه عن بقية الأسمدة.

أسئلة واجب (2)

س1: علل لما يأتي

1- يفضل استخدام سماد اليوريا في المناطق الحارة؟
2- يعتبر فوسفات الأمونيوم سماد مزدوج.
3- يعتبر سائل الأمونيا اللامائي هو سماد المستقبل النيتروجيني.
4- يجب اضافة مادة قلوية للتربة الزراعية التي يكثر فيها استخدام سماد كبريتات الأمونيوم ونترات الأمونيوم.
5- يجب اضافة الأسمدة إلى التربة الزراعية.
6- يستخدم حمض الهيدروكلوريك المركز في الكشف عن الأمونيا.

س2: وضح بالمعادلات الرمزية : من غاز النشادر كيف تحصل على كلوريد الأمونيوم – نترات الأمونيوم – كبريتات الأمونيوم – فوسفات الأمونيوم

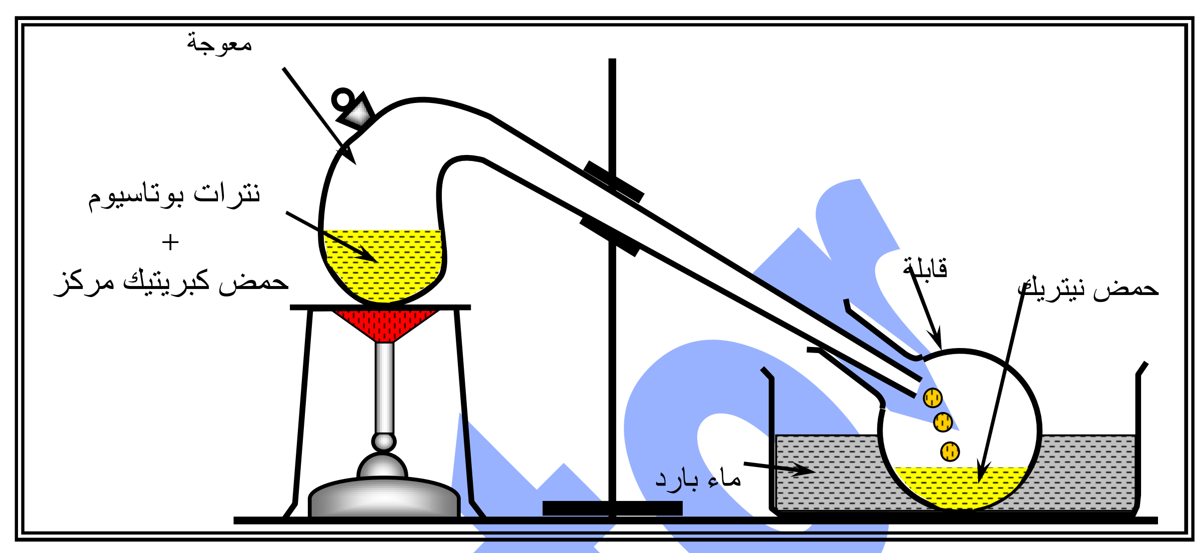
س3: كيف تحصل على فوسفات الأمونيوم من كلوريد الأمونيوم.

س4: أوجد العدد التأكسدي للنيتروجين في الهيدرازين – هيدروكسيل امين

ثانيا: حمض النيتريك HNO_3

تحضيره في المعمل :

يحضر حمض النيتريك في المعمل بتفاعل نترات البوتاسيوم مع حمض الكبريتيك المركز والتسخين لا يزيد عن 100°م (حتى لا ينحل الحمض)- ويجب ان يكون جهاز التحضير خالى من الاجزاء المطاطية لان حمض النيتريك المركز يتلف المطاط



$$2KNO_3 + H_2SO_4 \xrightarrow{\Delta Conc} K_2SO_4 + 2HNO_3$$

نترات بوتاسيوم حمض كبريتيك

الخواص الكيميائية لحمض النيتريك

1- ينحل بالحرارة

$$4HNO_3 \xrightarrow{\Delta} 4NO_2 + 2H_2O + O_2$$

2- لذلك يعتبر حمض النيتريك المركزعامل مؤكسد لأنه ينحل بالحرارة معطيا غاز الأكسجين

3- يتفاعل مع الفلزات النشطة التي تسبق الهيدروجين في متسلسلة النشاط الكيميائي ويتكون نترات الفلز وهيدروجين ذري يختزل الحمض

$$Fe + 4HNO_3 \xrightarrow{dil\Delta} Fe(NO_3)_3 + 2H_2O + NO$$ اكسيد النيتريك

4- يتفاعل حمض النيتريك مع النحاس بالرغم من أن النحاس يلي الهيدروجين في متسلسلة النشاط الكيميائى علل؟

لأن حمض النيتريك عامل مؤكسد يؤكسد النحاس إلى أكسيد نحاس يتفاعل مع الحمض (بمعنى أن الحمض يتفاعل مع أكسيد النحاس)

$$3Cu + 8HNO_3 \xrightarrow{dil\Delta} 3Cu(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO\uparrow$$ أ كسيد نيتريك عديم اللون

$$Cu + 4HNO_3 \xrightarrow{Conc} Cu(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2\uparrow$$ ثاني أكسيد نيتروجين(بني محمر)

ظاهرة الخمول الكيميائى

لا يتفاعل حمض النيتريك المركز مع بعض الفلزات مثل الحديد والكروم والألمونيوم لأن حمض النيتريك المركز عامل مؤكسد قوي يؤكسد الفلز ويكون طبقة أكسيد عازلة واقية غير مسامية تعزل الفلز عن الحمض وتمنعه من التفاعل معه.

الكشف عن أيون النترات NO_3^-



التجربة : نضع في أنبوبة إختبار محلول ملح نترات + محلول مركز من كبريتات حديد II حديث التحضير ثم نضيف قطرات حمض كبريتيك مركز تسيل على الجدار الداخلي للأنبوبة حيث يهبط الحمض لقاع الأنبوبة تظهر حلقة سمراء تزول بالرج أو التسخين :

$$2NaNO_3 + 6FeSO_4 + 4H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 3Fe_2(SO_4)_3 + 4H_2O + 2NO$$

$$FeSO_4 + NO \rightarrow FeSO_4 \cdot NO$$

مركب الحلقة السمراء

كيف تميز بين أملاح النيتريت وأملاح النترات

التجربة :

بإضافة محلول برمنجانات البوتاسيوم البنفسجية ؟ بحمض كبريتيك مركز لمحلول الملح
مع النيتريت يزول(يختفى) لون محلول البرمنجانات
ومع النترات لا يزول لون محلول البرمنجانات

$$5KNO_2 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow 5KNO_3 + K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O$$

الأهمية الاقتصادية لعناصر المجموعة الخامسة A :

1- **النيتروجين :** في صناعة النشادر (الأمونيا) – صناعة حمض النيتريك – صناعة الأسمدة النيتروجينية.
2- **الفوسفور :** صناعة الثقاب – سم الفئران – الأسمدة الفوسفاتية – صناعة القنابل الحارقة والألعاب النارية – سبائك برونز الفوسفور (نحاس + قصدير) + فوسفور التي يصنع منها مراوح دفع السفن.
3- **الأنتيمون :** سبيكة الأنتيمون – رصاص التي تستخدم في صناعة المراكم (بطارية السيارة) وهي أصلب من الرصاص النقى – يستخدم كبريتيد الأنتيمةن الأصفر في الصبغات.
4- **البزموت :** يستخدم مع الرصاص والكادميوم والقصدير في صناعة سبائك تتميز بانخفاض درجة انصهارها حيث تصنع منها فيوزات الكهرباء (منصهرات الكهرباء) لأنها تنصهر في درجة حرارة منخفضة

أسئلة واجب (3)

س1: اكتب معادلة تحضير غاز النشادر في المعمل مع رسم الجهاز المستخدم – كيف تكشف عن الغاز عمليا.

س2: اكتب معادلة تحضير حمض النيتريك في المعمل مع رسم الجهاز المستخدم.

س3: علل لما يأتي:

1- لا يتفاعل حمض النيتريك المركز مع الحديد والألمونيوم.
2- يتفاعل حمض النيتريك مع النحاس بالرغم من أن النحاس يلي الهيدروجين في متسلسلة النشاط الكيميائي.
3- تستخدم سبائك البزموت مع الرصاص في صناعة فيوزات الكهرباء.
4- تستخدم سبيكة الأنتيمون مع الرصاص في صناعة المراكم.
5- يعتبر حمض النيتريك عامل مؤكسد.
6- يعتبر النشادر انهيدريد قاعدة.
7- لا يستخدم حمض الكبريتيك المركز في تخفيف النشادر.

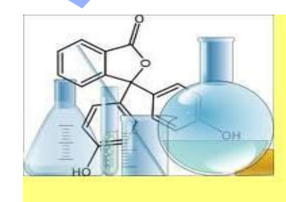
س4: وضح بالمعادلات الرمزية المتزنة ما يلي :

1- الحصول على حمض النيتريك من نترات البوتاسيوم.
2- الحصول على ثاني أكسيد النيتروجين من حمض النيتريك المركز.
3- الحصول على النشادر من كربيد الكالسيوم.
4- النشادر من نيتريد الليثيوم.
5- النشادر من كلوريد الأمونيوم.
6- أكسيد النيتريك من حمض النيتريك
7- أثر الحرارة على كل من حمض النيتريك – بيكربونات الصوديوم – كربونات الليثيوم

س5: كيف تفرق بين

1- حمض نيتريك مخفف – حمض نيتريك مركز
2- نترات صوديوم – نيتريت صوديوم
3- كربونات ليثيوم – كربونات صوديوم

س6: ما المقصود بكل من : التأصل – الانهيدريد.



ڤيكتــور بخيت
أستاذ الكيمياء
مدرسة عباس حلمي الثانوية بنين
ت منزل: ٤٣٩١٧٢٩   موبايل: ٠١٢٤٠٢٩٤٠١